

LAS SOLUCIONES QUIMICAS

LUIS DIMAS ARROYO

INTRODUCCION

Con el trabajo que presentan estas líneas, procura el autor proporcionar, a quienes han elegido el mundo fascinante de la química un instrumento que sirva —si el lector es principiante— como un bosquejo sencillo sobre las generalidades del tema y un camino hacia la comprensión de los problemas prácticos que le es imperioso conocer. Si, en cambio, el amable lector es ya profesional en la especialidad, sólo se pretende poner a su consideración el nuevo método de cálculo que constituye parte del trabajo.

No puede dejar de referirse en la oportunidad, que el cuerpo principal de dicho cálculo está formado por deducciones y problemas, presentados a las “Novenas Sesiones Químicas Argentinas” bajo el nombre de “Cálculo de Soluciones en Volumetría”, habiendo sido distinguido con el “Premio Facultad de Ingeniería, U. N. C.”, premio máximo otorgado en el concurso homónimo organizado durante ese congreso científico nacional.

L. D. A.

Salta, Diciembre de 1960

PRIMERA PARTE

Soluciones:

Componentes

Concentración

Distintas clases

Definiciones

SOLUCION, SOLVENTE, SOLUTO; DEFINICIONES

Llámanse solución a la mezcla íntima y homogénea de dos o más cuerpos, admitiéndose que uno de ellos contiene a los demás, por lo que recibe el nombre de *solvente* o *disolvente* y cada uno de los contenidos el de *soluto*. (Generalmente nos referiremos a un solo soluto).

De acuerdo a esta definición las soluciones pueden estar formadas por solutos sólidos, líquidos o gaseosos, contenidos en solventes que también pueden encontrarse en cualquiera de esos tres estados.

Aclararemos y particularizaremos estos conceptos circunscribiendo nuestro estudio a aquellas soluciones en las que el solvente es un líquido.

Por otra parte, al definir una solución se ha dicho mezcla *íntima*; quiere significarse con ello que las partículas de soluto están dispersas en el solvente en el menor tamaño posible. Se admite que dichas partículas son monomoleculares. Cuando están formadas por agrupaciones de moléculas, puede llegarse a observarlas con el ultramicroscopio o por otros medios; no estaremos entonces ante una solución sino ante un coloide.

SOLUCIONES DILUIDAS, CONCENTRADAS, SATURADAS Y SOBRESATURADAS

Supongamos que disolvemos una sustancia comenzando por una pequeña cantidad, la que aumentamos gradualmente. Llegará, en general, un momento en el que no haya ya disolución; se dice entonces que la solución está *saturada*. El punto de saturación, es decir aquella proporción de componentes para la cual cesa la disolución, es distinto para cada sustancia, y en cada uno de los casos es diferente según el solvente empleado. Además la solubilidad varía con la temperatura, pudiendo variar también con otros factores.

Si con la sustancia y el solvente anterior recomenzamos la experiencia, pero la interrumpimos cuando todavía hemos disuelto una cantidad muy pequeña de aquella, diremos que la solución está *diluída*.

Si aumentamos la proporción de soluto, diremos que estamos *concentrando* la solución (resultará una solución concentrada). Si,

en cambio, aumentamos ahora la proporción de solvente, decimos que la diluimos.

Momentáneamente una solución puede contener una cantidad mayor de soluto que la que indica su punto de saturación. Dicha solución llamada *sobresaturada* es inestable y precipita fácilmente el exceso de soluto ante diversos agentes o circunstancias.

Concentración:

Se ha dicho que las soluciones pueden ser diluídas, concentradas, saturadas o sobresaturadas. Pero ello sólo da una idea cualitativa de las mismas, aún en el caso de las saturadas, ya que el punto de saturación varía con diferentes factores.

Necesitamos un valor que nos indique tanto la cantidad de soluto como la de solución; si ésta es diluída, concentrada, etc., y en qué grado, pues todas esas circunstancias están directamente ligadas a su utilización en cualquier reacción.

Para ello basta relacionar la cantidad de soluto (que expresaremos en *peso*) a la cantidad solución (que en volumetría se expresa en *volumen*). Será entonces:

$$\frac{\text{Peso de soluto}}{\text{Volumen de solución}} = \text{Concentración}$$

Llamando Q al peso de soluto, V al volumen de solución y C a la concentración, será:

$$\frac{Q}{V} = C$$

Según las unidades en que expresemos las cantidades de soluto y solución, tendremos diferentes formas de expresar la concentración, a cuyo símbolo agregaremos un subíndice distintivo en cada caso.

Clases de soluciones usadas en Volumetría:

Las soluciones pueden dividirse en distintas clases según la forma de expresar la concentración, correspondiendo esa forma a las necesidades de la técnica que las emplee.

Aquí sólo consideraremos las clases principales de acuerdo a la orientación de este trabajo. A continuación las definimos:

—*Solución porcentual:*

Es aquella que tiene t unidades de *peso*, disueltas en 100 unidades de *volumen de SOLUCION*.

Su concentración es:

$$C_p = \frac{Q}{V} = \frac{\text{Solute (t gramos)}}{\text{Solución (100 cm}^3\text{)}}$$

—*Solución t MOLAR:*

Es la que tiene disueltos t moles en un litro de *SOLUCION*.

El *mol* es el peso molecular de la sustancia, expresado en gramos (en nuestro caso).

La concentración de estas soluciones es:

$$C_m = \frac{t \text{ moles}}{\text{un litro de solución}}$$

—*Solución t NORMAL:*

Denomínase así a la que tiene t equivalentes-gramo de soluto en un litro de solución.

Su concentración se expresa:

$$C_n = \frac{t \text{ equivalentes-gramo}}{\text{un litro de solución}}$$

Siendo el equivalente-gramo igual al mol referido al número de átomos reemplazables en la sustancia a disolver (si la normalidad es de neutralización, o al número de átomos de hidrógeno oxidables si es de óxido-reducción):

$$\text{Equivalente-gramo} = \frac{\text{mol}}{\text{átomos de Hidrógeno reemplazables (u oxidables)}}$$

También puede decirse del *equivalente-gramo* que es el equivalente químico expresado en gramos, siendo el equivalente químico igual al peso molecular dividido por el número de átomos de hidrógeno reemplazables (u oxidables) en las sustancias a disolver:

$$\text{equivalente químico} = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{átomos de Hidrógeno reemplazables (u oxidables)}}$$

El que ha iniciado el estudio de la Química en la Universidad conoce ya acerca del reemplazo de Hidrógeno (o la sustancia que está en su lugar) en las reacciones de neutralización, o de su oxidación en las reacciones redox de manera que no redundaremos en el tema que, por otra parte, está fuera de los límites de este trabajo.

Debemos finalmente referirnos a otra clase de soluciones que si bien no pueden encuadrarse entre las que comprende la Volumetría (por no medirse sus cantidades en volumen) son en cambio frecuentemente utilizadas para preparar las habituales en esta técnica.

Se trata de aquellas que tienen su concentración (*Ce*) expresada por un *peso* particular de *SOLUCION* (*t* unidades de *peso* de soluto contenidas en 100 partes en *peso* de solución).

Es decir que estas soluciones pueden llamarse con toda propiedad porcentuales ya que relacionan entre sí las mismas unidades, lo que determina un cociente sin dimensión, una mera fracción, como corresponde a la definición de porcentaje. No obstante, nosotros llamaremos porcentuales a las definidas a comienzos de párrafo.

De acuerdo a los expuesto, será:

$$Ce = \frac{Q}{P} = \frac{\text{solute (t gramos)}}{\text{Solución (100 gramos)}}$$

La práctica de la preparación de soluciones no será tratada aquí; puede ser hallada en numerosos libros, siendo por otra parte una técnica relativamente sencilla.

Con el repaso de conceptos hecho en esta primera parte, el estudiante podrá leer ya las páginas que siguen.

SEGUNDA PARTE

Fórmulas para simplificar el cálculo de soluciones.

Deducción de las mismas.

DEDUCCION DE LAS FORMULAS

FÓRMULA FUNDAMENTAL

Supongamos tener una solución determinada cuya concentración está expresada por el peso total de soluto (que llamaremos Q) contenido en el volumen total de esa solución. (Llamaremos V al volumen y C a la concentración).

Podemos definir más claramente la concentración diciendo que es el *peso de soluto contenido en la unidad de volumen*.

Es evidente, enunciados ya estos conceptos, que: el peso de soluto contenido en la unidad de volumen, multiplicado por el total de esas unidades nos expresa la cantidad total de soluto, lo que vertido en forma matemática será:

$$Q = C.V \quad (A)$$

Esta expresión es la que permite la obtención de las fórmulas subsiguientes, de manera que la llamaremos "Fórmula fundamental", designándola (A).

FÓRMULA I

Si la solución cuyo valor cuantitativo está dado por la expresión (A) es sometida a un proceso de concentración o dilución, es indudable que al tiempo que varía la concentración variará también el volumen, pero no la cantidad de soluto; vale decir que Q es constante. Pues bien, examinando (A) veremos que para $Q = \text{constante}$, habrá un infinito número de pares de valores de V y C que satisfagan la ecuación. O sea que, para que la condición de igualdad se mantenga, a cada valor que tome V le corresponderá un valor determinado de C . Podemos observar que en tales casos, mientras una variable aumenta, la otra debe disminuir.

Si damos a V un valor V_i , pasa C a un valor correspondiente C_i , tal que:

$$Q = V_i.C_i$$

Dando a V otro valor, V_f , C variará hacia un valor C_f correspondiente, tal que:

$$Q = V_f \cdot C_f$$

Estas dos ecuaciones tienen el primer miembro idéntico, lo que nos permite expresar que:

$$V_i \cdot C_i = V_f \cdot C_f$$

$$\therefore \frac{V_i}{V_f} = \frac{C_f}{C_i} \quad \text{Fórmula I}$$

Lo que expresado en lenguaje usual se enuncia diciendo que:

A igual cantidad de soluto, LAS CONCENTRACIONES SON INVERSAMENTE PROPORCIONALES A LOS VOLUMENES.

Despejando el valor que necesitemos podemos calcularlo en función de los otros tres.

FÓRMULA II

A menudo es necesario preparar soluciones como las que usamos en volumetría a partir de otras cuya concentración esté expresada en *tanto por ciento en pesos*.

La sencilla expresión que se deduce ahora, nos permitirá obtener la concentración porcentual (C_p) usual en el laboratorio a pesos y viceversa.

Si definimos C_e como el *peso de soluto disuelto en la unidad de peso de solución*, es evidente que la cantidad total, Q , de soluto contenido en el peso total P de solución será:

$$Q = C_e \cdot P$$

y, como por definición, en (A) es $C = C_p$, será:

$$Q = C_p \cdot V$$

Diviendiendo miembro a miembro las expresiones anteriores:

$$1 = \frac{C_e \cdot P}{C_p \cdot V} \therefore C_p = \frac{C_e \cdot P}{V}$$

Pero: $P/V = P_e$ (Peso específico) por tratarse del peso y el volumen de una misma solución, que no han variado, luego:

$$C_p = C_e \cdot P_e \quad \text{Fórmula II}$$

Que nos muestra que:

Dada la concentración porcentual, relativa a pesos, de una solución, basta multiplicar por el peso específico de ésta, para obtener la concentración porcentual que refiere peso a volumen, usual en el laboratorio.

FÓRMULA III

Es éste un grupo de fórmulas que nos permite, dada la concentración de una clase de solución (Molar, Normal o porcentual) saber qué concentración tiene esa solución si se la sitúan dentro de una de las otras dos clases.

De (A) hemos obtenido:

$$Q = C_p \cdot V \quad (1)$$

Por otra parte, es evidente que la cantidad de soluto contenida en una solución molar es directamente proporcional al valor del mol, a las C_m veces (Concentración molar) que dicho mol está contenido en un litro de solución, y a los V_1 litros de solución; es decir:

$$Q = \text{mol} \cdot C_m \cdot V_1$$

Pero el valor del mol está expresado en gramos y el de V_1 en litros, conviniéndonos expresar el volumen en mililitros para obtener unidades homólogas. Al hacerlo es notorio que el valor nu-

mérico del segundo miembro se magnificará mil veces, destruyéndose así la igualdad; para que ello no ocurra es necesario, al expresar el volumen en mililitros, dividir simultáneamente por mil. Siendo V una cantidad expresada en mililitros, la ecuación anterior se transformará:

$$Q = \frac{\text{mol. } C_m \cdot V}{1000} \quad (2)$$

Con análogo razonamiento al empleado para obtener (2) podemos encontrar el valor de Q en función de la concentración normal (C_n), el equivalente gramo y volumen:

$$Q = \frac{\text{Equivalente gramo } C_n \cdot V}{1000}$$

Pero:

$$\text{Equiv. gramo} = \frac{\text{mol}}{\text{átomos de Hidrógeno reemplazables u oxidables}} = \frac{\text{mol}}{a}$$

Luego:

$$Q = \frac{\text{mol } C_n \cdot V}{a \cdot 1000} \quad (3)$$

Los segundos miembros de (1), (2) y (3) son iguales entre sí por ser el primer miembro común; resta ahora tomar dos a dos estos segundos miembros igualándolos entre sí en cada una de las combinaciones resultantes. Obtendremos así:

$$\text{De (1) y (2): } V \cdot C_p = \frac{\text{mol. } C_m \cdot V}{1000}$$

$$C_p = \frac{\text{mol } C_m}{1000}$$

Fórmula III a

$$\text{De (2) y (3): } \frac{\text{mol. } C_m \cdot V}{1000} = \frac{\text{mol. } C_n \cdot V}{1000 \cdot a}$$

$$C_m = \frac{C_n}{a}$$

Fórmula III b

De (1) y (3): $C_p \cdot V = \frac{\text{mol. } C_n \cdot V}{1000 \cdot a}$

$$C_p = \frac{\text{mol. } C_n}{1000 \cdot a}$$

Fórmula III c

Por último, podrá despejarse en la fórmula III que corresponda el valor que se necesite.

FÓRMULA IV

Esta expresión puede usarse para calcular la cantidad de sustancia a disolver o que tiene disuelta una solución, teniendo también otras aplicaciones menos frecuentes.

Las expresiones (1), (2) y (3) que nos permitieron obtener las fórmulas III pueden ponerse en la forma:

$$(1) \quad Q = C_p \cdot V \cdot (1)$$

$$(2) \quad Q = C_m \cdot V \cdot \left(\frac{\text{mol}}{1000}\right)$$

$$(3) \quad Q = C_n \cdot V \cdot \left(\frac{\text{mol}}{1000 \cdot a}\right)$$

Donde se ve que hay una parte análoga entre ellas, que corresponde en forma general a la ecuación $Q = C \cdot V$, y una parte (encerrada entre paréntesis) que sirve de carácter distintivo entre una y las demás. Si consideramos los factores que definen la concentración apreciaremos que son sólo coeficientes, números que indican una *razón de concentración* y que todos pueden ser representados por un símbolo que responde a ésta última idea (R). Por otra parte es obvio que lo encerrado entre paréntesis es una cantidad cuyo valor permanece constante para cada sustancia y tipo de solución

que se considere; por tanto, podemos representar esa cantidad por un nuevo símbolo: dado su carácter de constante la llamaremos K .

Podemos resumir matemáticamente lo expuesto:

$$Q = R \cdot V \cdot K. \quad \text{Fórmula IV}$$

Donde

Q = Cantidad de soluto (en gramos).

V = Volumen de solución (en mililitros).

R = Razón de concentración que vale para (ejemplos):

Solución 0,5 Normal $R = 0,5$

Solución $\frac{1}{10}$ Molar $R = \frac{1}{10}$

Solución al 15 % = $\frac{15}{100} = 0,15$. $R = 0,15$

K = Constante que depende del tipo de solución, y que vale:

Soluciones porcentuales $K_p = 1$

Soluciones molares $K_m = \frac{\text{mol}}{1.000}$

Soluciones normales $K_n = \frac{\text{mol}}{1.000 \cdot a.}$

Observación: De la fórmula IV podemos obtener:

$K = Q/R \cdot V$, lo que enunciado literariamente nos permite definir a K diciendo que es “La cantidad de soluto que contiene —en todos los casos tratados— la unidad de volumen de una solución cuya razón de concentración es la unidad” (desde luego, para aceptar la validez matemática de lo antedicho debe observarse que sea $V = R = 1$ y no sólo $R \cdot V = 1$).

TERCERA PARTE

Ejemplos prácticos de cálculo:

- a) Por el procedimiento corriente.
- b) Mediante fórmulas deducidas en la segunda parte de este trabajo.

RESUMEN DE FORMULAS

FÓRMULAS

NOTACIÓN

I)	$\frac{V_f}{V_i} = \frac{C_i}{C_f}$	V_i = Volumen inicial V_f = Volumen final C_i = Concentración inicial C_f = Concentración final
II)	$C_p = C_e \cdot P_e$	C_p = Concentración Porcentual (Peso/volumen) C_e = Concentración Porcentual (Peso/Peso) P_e = Peso específico
III)	a) $C_p = \frac{C_m \cdot \text{mol}}{1.000}$ b) $C_m = \frac{C_n}{a}$ c) $C_p = \frac{C_n \cdot \text{mol}}{1.000 a}$	C_p = Conc. Porcentual (P/V) C_m = Concentración molar C_n = Concentración normal mol = Peso molecular en gramos a = A t o m o s de Hidrógeno reemplazables u oxidables
IV)	$Q = R \cdot V \cdot K$	Q = Peso de soluto (gramos) R = Razón de concentración V = Volumen (mililitros) K = Constante de cada solución vale: K_m = mol/1000 (sol.m.) K_n = Mol/1000.a (S.N) K_n = 1 (sol. porcent.)

I) Ejemplos de aplicación de Fórmula I

Problema 1)

¿Qué cantidad de ácido sulfúrico al 97 % en peso, de $P_e = 1,84$ se necesita para preparar 753 ml de $C_p = 25 \%$?

a)

25 g. ác. puro 100 ml de sol. al 25 %

X „ „ „ 753 „ „ „ „ „ „

$$X = \frac{25 \times 753}{100} = 188,25 \text{ g. de ác. puro}$$

97 g. ác. puro 100 g. ác. concentrado

188,25 „ „ „ X „ „ „

$$X = \frac{188,25 \times 100}{97} = 194,07 \text{ g. ác. concentrado}$$

$$P = \frac{P}{V} \therefore V = \frac{P}{Pe} = 105,47 \text{ ml. de ác. conc.}$$

b)

$$Vi = \frac{Cf : Vf}{Ci} = \frac{0,25 \times 753}{1,785^{(*)}} = 105,45 \text{ ml. de ác. conc.}$$

Problema 2)

¿A qué volumen debe llevarse 250 ml de solución N de Na_2SO_4 para obtener solución 0,7 N?

a)

Solución N 250 ml

„ 0,7 N X „

$$X = \frac{250 \times 1}{0,7} = 357,1 \text{ ml}$$

b)

$$Vf = \frac{Vi \cdot Ci}{Cf} = \frac{250 \times 1}{0,7} = 357,1 \text{ ml}$$

(*) 1,7848 = Cp del ácido sulfúrico al 97 % en peso; se obtiene aplicando fórmula II. (Ver problema 4).

Problema 3)

¿Qué cantidad de H_2SO_4 concentrado, $Ce = 97\%$ se necesita para preparar 300 ml de solución $N\ 0,1$?

a)

Solución	N	49 g.
„	0,1 N	4,9 g.
4,9 g de ác. puro	1000 ml	
X „ „ „ „	300 „	

$$X = \frac{300 \times 4,9}{1000} = 1,47 \text{ g. (ácido puro)}$$

97 g. ác. puro	100 g. de ác. concentrado
1,47 „ „ „	X „ „ „

$$X = \frac{1,47 \times 100}{97} = 1,51 \text{ g. de ác. concentrado}$$

$$V = \frac{P}{Pe} = \frac{1,51}{1,84} = 0,820 \text{ ml. de ác. de } Ce = 97\%.$$

b)

$$Vi = \frac{Vf. Cf.}{Ci} = \frac{300 \times 0,1}{36,42^{(*)}} = 0,823 \text{ ml. de ác. conc.}$$

II) Ejemplo de aplicación de Fórmula II

Problema 4)

¿Qué concentración porcentual tiene el ácido sulfúrico de $Ce = 97\%$, $Pe = 1,84$?

$$Cp = Ce. Pe = 0,97 \times 1,84 = 1,7848.$$

(*) 36,42 = Cn del H_2SO_4 al 97 % en peso. Se obtiene con la fórmula IIIc. (Ver problema 10)

III) Ejemplos de aplicación de Fórmula III

Problema 5)

Averiguar qué concentración porcentual tiene una solución Molar 1/2 de AgNO_3 .

(Se aplica III a) :

$$C_p = \frac{C_m \cdot \text{mol}}{1000} = \frac{1 \times 170}{2 \times 1000} = 0,085 = 8,5 \%$$

Problema 6)

Averiguar la concentración Molar de una solución al 15 % de KI. (Se aplica III a) :

$$C_m = \frac{C_p \cdot 1000}{\text{mol}} = \frac{0,15 \times 1000}{166} = 0,9 \text{ Molar}$$

Problema 7)

Averiguar la concentración Molar de una solución Normal 0,9 de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. (Se aplica III b) :

$$C_m = \frac{C_n}{a} = \frac{0,9}{3} = 0,3 \text{ M}$$

Problema 8)

Averiguar la concentración Normal de una solución 1,5 Molar de Na_2CO_3 .

(Se aplica III b) :

$$C_n = C_m \cdot a = 1,5 \times 2 = 3 \text{ Normal}$$

Problema 9)

Averiguar la concentración porcentual de una solución 0,2 N de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

(Se aplica III e) :

$$C_p = \frac{C_n. \text{ mol}}{a. 1000} = \frac{0,2 \times 158}{1 \times 1000} = 0,0316 = 3,1 \%$$

Problema 10)

Averiguar la concentración Normal del H_2SO_4 concentrado, de $Pe = 1,84$. ($C_p = 1,7848$).

(Se aplica III e)

$$C_n = \frac{C_p. 1000 a}{\text{mol}} = \frac{1,7848 \times 2 \times 1000}{98} = 36,42 \text{ Normal}$$

IV) Ejemplos de aplicación de Fórmula IV

Problema 11)

Preparar 150 ml de solución 0,2 M de $NaCl$ (Mol = 58,5).

a)

$$\begin{array}{ll} 1 M & \dots\dots\dots 58,5 \text{ g.} \\ 0,2 M & \dots\dots\dots X \end{array}$$

$$X = \frac{0,2 \times 58,5}{1} = 11,7 \text{ g.}$$

$$\begin{array}{ll} 1000 \text{ ml} & \dots\dots\dots 11,7 \text{ g.} \\ 150 \text{ „} & \dots\dots\dots X \end{array}$$

$$X = \frac{150 \times 11,7}{1000} = 1,755 \text{ g.}$$

b)

$$Q = R. V. Km = \frac{0,2 \times 150 \times 58,5}{1000} = 1,755 \text{ g.}$$

Problema 12)

Preparar 380 ml de sulfato de cobre al dos por ciento.

a)

$$\begin{array}{rcl} 2 & \dots\dots\dots & 100 \\ X & \dots\dots\dots & 380 \end{array}$$

$$X = \frac{380 \times 2}{100} = 7,6 \text{ g.}$$

b)

$$Q = R. V. Kp. = 0,02 \times 380 \times 1 = 7,6 \text{ g.}$$

Problema 13)

Preparar 250 ml de solución N de KI (mol = 166,02).

a)

$$\begin{array}{rcl} 166,02 \text{ g. KI} & \dots\dots\dots & 1000 \text{ ml solución N} \\ X \text{ g.} & \dots\dots\dots & 250 \end{array}$$

$$X = \frac{250 \times 166,02}{1000} = 41,505 \text{ g.}$$

b)

$$Q = R. V. Kn = \frac{1 \times 250 \times 166,02}{1 \times 1000} = 41,505 \text{ g.}$$

Problema 14)

¿Qué volumen de solución N 0,1 de Na_2CO_3 podemos preparar con 7 gramos de la sustancia anhidra? (Mol = 106 g.).

$$Q = R. V. Kn \therefore V = \frac{Q}{R. Kn}$$

$$V = \frac{7}{0,1 \times \frac{106}{1000 \times 2}} = 1,320 \text{ ml}$$

Problema 15)

Se preparó una solución disolviendo 40 g. de $BaCl_2$, habiéndose cometido un error pues correspondía disolver otra cantidad para la concentración deseada. ¿Qué concentración Molar tendrá la solución preparada si el volumen es de 300 ml?

$$Q = R \cdot V \cdot Km \therefore R = \frac{Q}{V \cdot Km}$$

$$R = \frac{40}{300 \times 0,208} = 0,64 M.$$